



LE NOMBRE D'OXYDATION

►► Le nombre d'oxydation

- L'état d'oxydation correspond au nombre d'électrons qu'un atome peut perdre ou capter lors d'une réaction chimique pour atteindre sa stabilité (appelée état fondamental, état indiqué dans le tableau périodique).

- Cet état d'oxydation est caractérisé par un nombre, sans unité, en chiffres romains, appelé « **nombre d'oxydation** » (ou degré d'oxydation) et **noté n.o.**

►► Comment déterminer le n.o. d'un élément ?

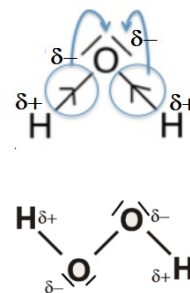
▪ Pour déterminer le n.o. d'un élément on applique les conventions suivantes :

Convention 1/ Le n.o. d'un élément dans une espèce monoatomique est égal à la charge algébrique de cette espèce.

Exemple : Le nombre d'oxydation du zinc dans Zn(s) est $n.o(\text{Zn}) = 0$
 Le nombre d'oxydation du fer dans l'ion Fe^{2+} est $n.o(\text{Fe}) = +II$
 Le nombre d'oxydation du chlore dans l'ion Cl^- est $n.o(\text{Cl}) = -I$

Convention 2/ Quand deux éléments sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif. Le n.o. de chaque élément est alors égal à sa charge partielle

Exemple :	Dans la molécule d'eau :	Dans la molécule d'eau oxygénée :
n.o. de l'hydrogène	$n.o(\text{H}) = +I$	$n.o(\text{H}) = +I$
n.o. de l'oxygène	$n.o(\text{O}) = -II$	$n.o(\text{O}) = -I$



Remarque : le nombre d'oxydation d'un élément dans une molécule constituée que de 2 atomes identiques est nul

Exemple : Le nombre d'oxydation de l'hydrogène dans la molécule de dihydrogène H_2 est $n.o(\text{H}) = 0$
 Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la molécule de dioxygène O_2 est $n.o(\text{O}) = 0$

Convention 3/ Dans un édifice polyatomique, la somme des nombres d'oxydation est égale à la charge globale de l'édifice

Exemple : La molécule d'eau H_2O contient 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène
 $n.o(\text{H}) = +I$; $n.o(\text{O}) = -II$
 $2 \times n.o(\text{H}) + 1 \times n.o(\text{O}) = 2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$

Convention 4/ Dans un oxyde métallique (M_xO_y où M est un métal) ou d'un hydroxyde ($M_x(OH)_y$) :

- O est l'élément le plus électronégatif (après F) ↪ **dans les oxydes, on a donc toujours n.o.(O)=-II.**

- H est peu électronégatif ↪ **dans les hydroxydes, on a toujours n.o.(H)=+I.**

On en déduit le n.o. de M grâce à la règle 3.

Exemple :

Nombre d'oxydation de l'élément Cr dans l'ion dichromate $Cr_2O_7^{2-}$

$$2 \times \text{n.o.}(\text{Cr}) + 7 \times \text{n.o.}(\text{O}) = -2 \Rightarrow 2 \times \text{n.o.}(\text{Cr}) + 7 \times (-2) = -2 \Rightarrow \text{n.o.}(\text{Cr}) = 12$$

►► Evolution du n.o. dans les réactions de réduction et d'oxydation

▪ Prenons les exemples des couples Cu^{2+}/Cu , I_2/I^- , MnO_4^-/Mn^{2+} , O_2/H_2O_2

oxydant	réducteur	oxydant	réducteur
Cu^{2+}	Cu	I_2	I^-
n.o (Cu) = + II	n.o (Cu) = 0	n.o (I) = 0	n.o (O) = - I

oxydant	réducteur	oxydant	réducteur
MnO_4^-	Mn^{2+}	O_2	H_2O_2
n.o (Mn) = + VII	n.o (Mn) = + II	n.o (O) = 0	n.o (O) = - I

- Dans un couple oxydant/réducteur, le nombre d'oxydation de l'oxydant est toujours supérieur au nombre d'oxydation du réducteur

- Lors d'une réaction d'oxydation, le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) **augmente**



Le nombre d'oxydation du zinc passe de 0 (dans Zn) à +II (dans Zn^{2+})



Le nombre d'oxydation de l'oxygène passe de -I (dans H_2O_2) à 0 (dans O_2)

- Lors d'une réaction de réduction le nombre d'oxydation (de l'un des éléments composant le réactif et qui constitue l'espèce oxydée) **diminue**



Le nombre d'oxydation du cuivre passe de +II (dans l'ion Cu^{2+}) à 0 (dans l'atome de cuivre)



Le nombre d'oxydation du manganèse Mn passe de +VII (dans l'ion MnO_4^-) à +II (dans l'ion Mn^{2+})